



Leis Ponderais

Sophia Alves





1 Leis Ponderais: o que é isso?

Leis Ponderais são as famosíssimas leis que todo mundo que começou a estudar química conhece. Elas são leis fundamentais elaboradas a partir de observações experimentais, as quais foram importantes para a concepção de estequiometria de equações químicas. Essas leis primordiais são compostas pela lei de Lavoisier, lei de Proust e lei de Dalton. Vejamos mais detalhadamente cada uma destas!



1.1 Lei de Lavoisier ou Lei de Conservação das Massas



A lei de Lavoisier apresenta a ideia da conservação de massa. Se, em um sistema fechado, há a ocorrência de uma reação química, foi atestado que a soma das massas dos produtos deve ser igual a soma das massas dos reagentes. Isso ocorre porque uma reação química é um rearranjo de átomos, então, após uma reação, a organização dos átomos seria diferente, mas a soma das massas do sistema se manteria constante.

Para concluir o pensamento, imagine que temos um sistema fechado no qual ocorre a seguinte reação:



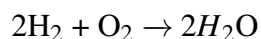
Então, como consequência da Lei de Lavoisier: $m_A + m_B = m_C + m_D$



1.2 Lei de Proust ou Lei das Proporções Definidas



A lei de Proust trata das proporções estequiométricas entre os elementos em um composto qualquer. A proposta é que uma substância composta é formada por substâncias simples com uma proporção de massa sempre iguais. Proust, a partir de seus experimentos, percebeu que a massa dos elementos envolvidos na reação são proporcionais. Veja o exemplo de formação da água a partir dos gases hidrogênio e oxigênio.



Para formar 36 gramas de água, é necessário que 2 gramas de H_2 seja combinado com 32 gramas de O_2 . Percebemos mais claramente que essa é uma proporção estequiométrica, a qual é usada para formar dois mols de água a partir de dois mols de hidrogênio e um mol de oxigênio. A lei de Proust foi importantíssima para o desenvolvimento da estequiometria de reações químicas e cálculos estequiométricos. Conclui-se que para a formação de certo composto, as massas devem seguir uma proporção estabelecida pela estequiometria da reação.

OBS! Os hidretos intersticiais são compostos formados quando se injeta H_2 na rede cristalina de um metal de transição. Estes compostos desobedecem à lei de Proust e não possuem fórmula definida.

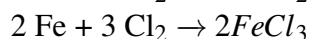
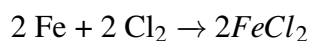
Ex: $\text{LaH}_{2,76}$, PtH_x



1.3 Lei de Dalton ou Lei das proporções múltiplas



A lei de Dalton foi observada experimentalmente. Percebeu-se que quando se fixa a massa de um reagente e varia a do outro, há formação de diferentes compostos. Veja o exemplo a seguir:



Nesse exemplo, fixemos a massa de ferro como 112 gramas (2 mols). No primeiro caso, a massa de gás cloro usada é 71 gramas (2 mols), enquanto no segundo caso usou-se 106,5 gramas do gás cloro. Tal fato foi capaz de mudar o composto formando, tornando a lei de Dalton ainda mais lógica.

Observação interessante as leis ponderais foram estabelecidas com conceitos envolvendo massa, mas hoje percebemos que as conclusões dos experimentos envolve a ideia de mol. O mol ainda não tinha sido estabelecido na época das Leis Ponderais, mas essas leis foram extremamente importantes para o desenvolvimento da unidade do mol.



2 Vamos agora exercitar os conceitos apresentados!

1. É possível diminuir a acidez do suco de limão adicionando-se a ele uma pequena quantidade de bicarbonato de sódio. A reação que ocorre e que justifica essa diminuição de acidez é apresentada a seguir: Ácido + Bicarbonato \rightarrow citrato + água + dióxido de cítrico de sódio de sódio carbono

Para uma total neutralização, são necessários 252 g de bicarbonato de sódio para 192 g de ácido cítrico. Qual é a massa de bicarbonato de sódio necessária para neutralizar 0,96 g de ácido cítrico presente em uma limonada?

- a) 252 g.
- b) 0,192 g.
- c) 2,35 g.
- d) 1,92 g.
- e) 1,26 g.

2. O jovem químico Fernandinho estava na sua aula de laboratório fazendo algumas sínteses com N_2 e O_2 . Após os experimentos, ele fez uma tabela com os dados da prática.

Experimento	Massa de oxig ê nio	massa de nitrog ê nio
1	16g	14g
2	48g	28g
3	32g	14g

Qual é a fórmula dos compostos formados em cada experimento?



GABARITO:

Problema 1. E

Problema 2. 1- NO; 2- N₂O₃

Problema 3. NO₂

